



Benemérita Universidad Autónoma de Puebla

Facultad de Ciencias Químicas

Departamento de Química Analítica

TESIS

“Revisión de las actividades del análisis clásico propuestas en el laboratorio de química analítica”

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE

Licenciatura en Químico Industrial

PRESENTA

Luis Alberto Galicia Rodríguez

Director:

Dr. José Luis Gárate Morales

Febrero 2024

Índice	
Resumen.....	3
Antecedentes.....	4
Análisis gravimétrico.....	5
Análisis Volumétrico.....	5
Normatividad y Procesos de Cuantificación.....	6
Normatividad Internacional.....	6
Normatividad Nacional.....	6
Ventajas del Análisis Clásico sobre el Instrumental.....	7
Objetivo.....	9
Objetivos particulares	9
Desarrollo Experimental.....	11
Competencias profesionales	11
Fortalezas	11
Debilidades	12
Evaluación de algunas prácticas del manual	
Evaluación Práctica: Preparación y estandarización de disoluciones.....	15
Evaluación Práctica: Determinación de acidez en juegos de frutas.....	19
Evaluación Práctica: Determinación de acidez en leche	21
Evaluación Práctica: Determinación de calcio en leche.....	22
Evaluación Práctica: Determinación de la vitamina C.....	23
Evaluación Práctica: Determinación de cloruros por el método de Mohr.....	25
Conclusiones	28
Referencias	30
Apéndice I Manual anterior	32
Apéndice II Manual propuesto	49

Resumen

En la actualidad el análisis químico clásico es una herramienta de cuantificación importante e indispensable que ha logrado aceptación para su desarrollo y aplicación en la industria debido a sus altos niveles de confiabilidad, precisión y exactitud, además de, ser una técnica que requiere manipular instrumentos sencillos de manejar y de costos accesibles.

Con base en lo anterior, se considera indispensable que el estudiante de la licenciatura de Química desarrolle habilidades para cualificar y cuantificar analitos a través de los métodos de análisis clásico como: gravimetría y volumetría, motivo por el cual, la mayoría de los cursos universitarios de las áreas de química en México incorporan ambos conceptos dentro de los programas de asignatura. En el caso de la carrera de Química de la FCQ-BUAP en el curso de Química analítica II, se incorporan los conceptos relacionados al equilibrio químico, gravimetrías y volumetrías como parte de los contenidos temáticos ambos acompañados de horas practicas desarrolladas en los laboratorios.

En este trabajo se analizaron los manuales de laboratorio para identificar las fortalezas y áreas de oportunidad en las practicas propuestas, su pertinencia en el área laboral actual y establecer su relación con la normatividad mexicana vigente.

Antecedentes

El análisis clásico es uno de los métodos más sencillos y exactos, entre los métodos de cuantificación de la química analítica, y se divide en **análisis gravimétrico** y **análisis volumétrico**. Su importancia radica en que son métodos directos donde la cualificación y cuantificación del analito está basada en la reactividad de la muestra.

Análisis gravimétrico^{1, 4}

El método gravimétrico puede resultar una excelente prueba de las habilidades y paciencia del químico analista ya que cualquier error en el proceso implica alejarse del valor real. Durante este proceso, el analito se convierte selectivamente en una forma insoluble. El precipitado separado se seca o se incinera, algunas veces convirtiéndolo en otro compuesto, para proceder a pesarlo con exactitud. A partir de la masa del precipitado y un conocimiento de su composición química, se puede calcular la masa del analito. El éxito del análisis gravimétrico depende de la preparación de la disolución en la forma adecuada para dar lugar a la precipitación, del proceso de precipitación y de la obtención del precipitado en forma pura y filtrable; del lavado del precipitado para evitar pérdidas e impurezas, y del proceso de calcinación del precipitado para transformarlo en una especie cuantificable.

Análisis volumétrico^{1, 4}

El análisis volumétrico se encuentra entre las técnicas analíticas más útiles y exactas. En general son procedimientos rápidos, que se pueden automatizar y que adicionalmente pueden ser complementados con una técnica instrumental de mayor sensibilidad para el análisis de muestras de menor concentración. Las valoraciones no automáticas se usan en la actualidad en situaciones que exigen alta precisión para números relativamente pequeños de muestras, por ejemplo, para calibrar o validar métodos instrumentales rutinarios.

En una titulación, la sustancia de prueba, analito, reacciona con un reactivo en disolución cuya concentración se conoce y el cual se adiciona lentamente con ayuda de una bureta, a este reactivo se le refiere como disolución estándar y suele dominársele titulante. Se mide el volumen del titulante que se requiere para reaccionar en forma completa con el analito. Como se conoce tanto la concentración, volumen del analito y del valorante, así como, la reacción entre el analito y el reactivo se puede calcular la cantidad de analito, con mucha exactitud. Los requisitos para desarrollar una valoración son: la reacción debe ser estequiométrica, rápida, no debe haber reacciones laterales, debe haber un cambio notable en alguna propiedad en la disolución cuando alcanza el punto de equivalencia en la reacción, el cual, debe coincidir con punto final de la reacción. Dentro de las cuatro clases de métodos volumétricos, encontramos a:

Ácido-base. Muchos compuestos, tanto inorgánicos como orgánicos, son ácidos o bases y se pueden valorar con una disolución estándar de una base o un ácido fuertes.

Precipitación. En este caso el titulante forma un producto insoluble con el analito.

Complejométrico. En las titulaciones complejométricas el titulante es un reactivo que forma un complejo soluble en agua con el analito, un ion metálico.

Reducción-Oxidación. Estas titulaciones se requieren de la presencia de un agente oxidante y un agente reductor entre los cuales se llevará a cabo un proceso de transferencia de electrones.

Dependiendo de las características del analito cada uno de los métodos mencionados se pueden llevar a cabo por valoraciones directas, indirectas o retroceso, desplazamiento o enmascaramiento, para eliminar algún inconveniente de la muestra como la solubilidad, la complejidad o su precipitación.

La normatividad y los procesos de cuantificación

Al ser las técnicas volumétricas ampliamente usadas para los procesos de cuantificación, la precisión y exactitud de los resultados son indispensables para asegurar la calidad de los productos químicos como: materias primas o productos relacionados con la industria en todas las áreas (química, farmacéutica, alimentaria, etc.), razón por la que existen normas específicas que regulan su aplicación, garantizando la calidad y confianza en de la medición, entre las que destacan:

Normatividad Internacional

La norma ISO 8655 establece los requisitos generales para equipos de volumetría y para uso en la medición de líquidos, garantizando los requisitos de precisión y exactitud.

Las normas ISO 648 e ISO 4787 establecen los requerimientos en términos de capacidad, tolerancia, la graduación y diámetro para matraces aforados y buretas respectivamente.

Normatividad Nacional

En México, la Secretaría de Economía es la entidad que se encarga de establecer la normatividad relacionada con la volumetría. La norma NMX-BB-086-1982 establece los requisitos para la calibración de matraces aforados, buretas, pipetas y otros equipos utilizados en la volumetría.

Respecto a la medición de cada analito se deben de cumplir las indicaciones adecuadas dependiendo del producto, presentación y consistencia, por ejemplo: en el manual de laboratorio de química analítica II de la Facultad de Ciencias Químicas de la BUAP, para las determinaciones de ácido Ascórbico por Iodometría o la determinación de Calcio con EDTA se mencionan algunas normas asociadas a los procedimientos.

Ventajas del análisis clásico sobre el instrumental

El análisis clásico como un método directo tiene la ventaja de ser muy exacto y preciso, la mayoría de las veces no se necesita de instrumentos sofisticados para desarrollar un análisis, incluso se pueden aplicar a cantidades muy pequeñas de analito cuando se combinan con una técnica instrumental sensible para detectar el término de una reacción de titulación. Las titulaciones manuales se usan en la actualidad en situaciones que exigen alta precisión para

cantidades relativamente pequeñas de muestras. Si bien siguen siendo una herramienta muy útil dentro de los laboratorios el análisis instrumental (o métodos indirectos) es desarrollado con menor cantidad de muestra en menor tiempo, aunque el clásico siempre será una herramienta útil para cuantificar cualquier tipo de analito.

Objetivos

Objetivo

Converger el desarrollo de prácticas de laboratorio de Química Analítica dirigidas al análisis clásico con las áreas de oportunidad laboral siguiendo la Normativa Mexicana vigente.

Objetivos Particulares

- a) Revisar el estado actual del manual de prácticas de laboratorio del programa educativo de Química Analítica II que corresponde al análisis clásico.
- b) Seguir la metodología para desarrollar una serie de prácticas del manual para identificar los problemas asociados a su resolución.
- c) Restablecer las metodologías experimentales que el estudiante deberá desarrollar durante el laboratorio.
- d) Integrar la Normativa Mexicana vigente para dichos procedimientos cuando aplique.

Desarrollo Experimental

Para conocer las fortalezas y debilidades iniciamos con la revisión de las competencias profesionales planteadas en el Manual de Laboratorio de Química Analítica II, esperadas después de completar el laboratorio, y que deben de estar ligadas a cada una de las actividades planteadas en el dicho manual. Dichas competencias se presentan en la Figura 1.

6. COMPETENCIAS PROFESIONALES:

1. Conocer y aplicar los conceptos de solubilidad, estequiometría y curvas de valoración (ácido-base, complejométricas y de oxido-reducción) para comprender y resolver un problema analítico, sin el uso de instrumentos sofisticados.
2. Analizar diferentes tipos de muestras a través del análisis volumétrico y gravimétrico para cuantificar e identificar el analito de interés en los diferentes campos de la química.
3. Distinguir las limitaciones cuantitativas de los métodos revisados, para discriminar los resultados obtenidos en el laboratorio.

Figura 1. Competencias profesionales esperadas al finalizar el laboratorio de Química Analítica II

Sin embargo, realizar la matriz FODA para alcanzar las competencias esperadas, detectamos lo siguiente:

Fortalezas:

- Se cuenta con un manual de Laboratorio de Química Analítica II en los laboratorios de química analítica.
- Se ha usado por lo menos desde 2016 y se actualizó en 2021, lo que refleja su pertinencia
- Se elaboró y actualizó por la planta de profesores del Departamento de Química Analítica.
- Se mencionan procedimientos para desarrollar las actividades propuestas.

Debilidades:

- Aparecen 8 actividades para desarrollar durante un periodo de 16 semanas en el modelo semestral. Obsérvese la Figura 2.

Lista de prácticas:

- 1 ANALISIS DE JUGOS DE FRUTAS.
- 2 CAPACIDAD NEUTRALIZADORA DE UNA TABLETA ANTIACIDA.
- 3 DETERMINACION DE LA VITAMINA C.
- 4 DETERMINAR EL PODER BLANQUEADOR MEDIANTE YODOMETRIA.
- 5 DETERMINACION DE CALCIO EN UNA TABLETA COMERCIAL.
- 6 DETERMINACION DEL PORCENTAJE DE EDTA EN UN PRODUCTO DE LIMPIEZA.
- 7 ANALISIS DE UNA MEZCLA DE CARBONATO – BICARBONATO.
- 8 DETERMINACION DE ACIDEZ EN VINO BLANCO.

Figura 2. Activades experimentales para desarrollar durante periodo semestral.

- No hay un orden consecutivo en el desarrollo experimental de las actividades propuestas. La evidencia se presenta en la Figura 3.

Lista de prácticas:

- 1 ANALISIS DE JUGOS DE FRUTAS. **Ácido-base**
- 2 CAPACIDAD NEUTRALIZADORA DE UNA TABLETA ANTIACIDA. **Ácido-base**
- 3 DETERMINACION DE LA VITAMINA C. **Redox**
- 4 DETERMINAR EL PODER BLANQUEADOR MEDIANTE YODOMETRIA. **Redox**
- 5 DETERMINACION DE CALCIO EN UNA TABLETA COMERCIAL. **Complejometría**
- 6 DETERMINACION DEL PORCENTAJE DE EDTA EN UN PRODUCTO DE LIMPIEZA. **Complejometría**
- 7 ANALISIS DE UNA MEZCLA DE CARBONATO – BICARBONATO. **Ácido-base**
- 8 DETERMINACION DE ACIDEZ EN VINO BLANCO. **Ácido-base**

Figura 3. Volumetrías para realizar durante el curso de laboratorio de Química Analítica II.

- Como se observa en la Figura 3, el manual se enfoca principalmente al análisis acido-base y complejométrico, sin considerar al análisis gravimétrico, aun cuando el programa teórico lo contempla dentro de sus actividades.
- Los procedimientos experimentales no presentan información detallada y completa, por ejemplo, en: la determinación de la vitamina C, no se especifica concentración de la disolución estándar de yodo. Como se observa en el recuadro en rojo de la Figura 4.

DETERMINACION DE LA VITAMINA C

OBJETIVO

Determinar el contenido de Vitamina C por yodometría en una tableta comercial

INTRODUCCION

La Vitamina C (ácido ascórbico) es un agente reductor que se puede determinar por medio de una titulación con solución de Yodo estándar. Ya que la molécula pierde dos electrones en esta reacción, su peso equivalente es la mitad de su peso molecular (88.07 g/ eq)

También se puede utilizar el método indirecto o por retroceso, que consiste en determinar una especie haciéndola reaccionar con un exceso medido de una solución estándar A, el exceso que no reaccionó con la especie a determinar se valora con una segunda solución estándar B

En este caso el ácido ascórbico (sustancia a determinar), se hace reaccionar con un exceso medido de solución estándar de Yodo (solución A), el exceso de yodo estandarizado que no reaccionó se determina por valoración en medio ácido con una solución patrón de tiosulfato de sodio (solución B)

MATERIAL Y REACTIVOS

Probeta Bureta Matraz Erlen Meyer Pinzas para bureta piceta	Tableta de vitamina C Solución estándar de Yodo Indicador almidón
---	---

PARTE EXPERIMENTAL

Pesar con exactitud 3 tabletas de vitamina C de 100mgrs y colóquelos en un Matraz Erlen Meyer, disuelva con 50 ml de agua destilada, agregar 5 ml del indicador de almidón y títule de inmediato con una solución estándar de Yodo hasta que aparezca un color azul que persista por lo menos medio minuto.

CALCULOS

Calcule los miligramos de Vitamina C en cada tableta

Figura 4 Práctica determinación de la vitamina C.

- Al finalizar la cuantificación del analito de interés en la muestra, no se especifican puntos que inviten al estudiante a la discusión e interpretación de resultados, como se presenta en la Figura 5.

PARTE EXPERIMENTAL

Medir 10 ml de vino, transvasar a un matraz aforado de 100 ml. Tomar una muestra de 20 ml en un Erlen Meyer y agregar gotas de fenolftaleína. Valorar con NaOH hasta el primer vire

CALCULOS

Calcular el % de ácido tartárico en la muestra

BIBLIOGRAFIA

- D. A. Skoog, D. M. West, F. J. Holler, Química Analítica. 7ª Ed., McGraw Hill, México, 2001.
- D. C. Harris, Análisis Químico Cuantitativo. 3ra Ed., Grupo Edit. Reverté, Barcelona, 2006.
- D. Harvey, Modern Analytical Chemistry, Edit. McGraw Hill, 2000

Figura 5. Indicaciones finales para el estudiante en los formatos de prácticas.

- No se indica lo que se espera que el estudiante reporte al finalizar la parte experimental.
- No se desarrollan curvas de valoración, ya que estas corresponden a la Química Analítica III.

Si bien el modelo actual busca que el alumno desarrolle habilidades, generación de su propio conocimiento, al menos las actividades indicadas deberán de especificar los elementos necesarios para lograr los objetivos planteados en cada experimento.

Con el objetivo de analizar de forma presencial la eficacia de las prácticas se trabajó con un grupo de laboratorio de Química Analítica II del programa educativo de Química, en la adecuación de las actividades en común con el manual de laboratorio de Química Analítica II. Presentando las adecuaciones y resultados.

Con base en lo anterior se presentan las adecuaciones y resultados de algunas de las prácticas revisadas durante el semestre con el grupo estudiantes de laboratorio con los que tuve la oportunidad de trabajar.

Para reforzar el conocimiento y habilidades en el estudiante con los procedimientos de rutina para el análisis volumétrico, se inició con un repaso de las buenas prácticas de laboratorio como los son la seguridad al trabajar dentro de laboratorio, el calibrado de material volumétrico, seguido de preparación de disoluciones estandarizadas.

A continuación, se presentan las propuestas, iniciando con la práctica de preparación y estandarización de disoluciones, para proceder a la cuantificación a través de valoración ácido base.

Preparación y estandarización de disoluciones

Introducción

La preparación de disoluciones es un punto importante en el desarrollo de las habilidades de cualquier químico en esta práctica se preparará y estandarizará disoluciones de NaOH 0.1 N y HCl 0.1 N

Objetivo general

Familiarizar al estudiante con la preparación y estandarización de disoluciones.

Objetivos particulares

Diferenciar entre estándar primario y estándar secundario.

Preparar una disolución de NaOH estandarizada.

Estandarizar HCl a través del estándar de NaOH.

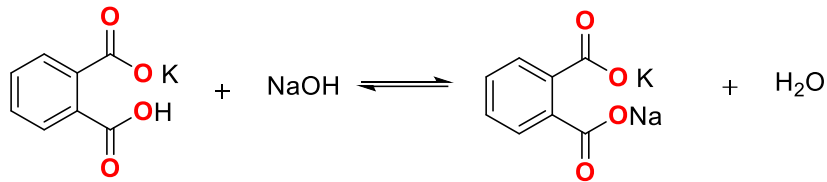
Promover la interpretación y discusión de los resultados grupales.

Identificar las posibles fuentes de error por cada grupo de analistas.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución aproximadamente 0.1 M de HCl
Etiquetas	Disolución aproximadamente 0.25 M de NaOH.
1 Pipeta de 5 mL	KHP
1 Pipeta de 10 mL	
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	Disolución 0.1 M de NaOH.
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental para la estandarización de una disolución de NaOH

1. Preparar 100 mL de disolución de NaOH 0.25 N
2. Llenar con la disolución de NaOH la bureta de 25 mL.
3. Pesar de 0.4 g a 0.5 g de KHP en un vaso de precipitados de aproximadamente 50 mL y adicionar 10 mL de agua medidos con la pipeta para disolver, agitar con un agitador de vidrio.
4. Pipetear 3 mL de KHP a un matraz Erlenmeyer, agregar 2 gotas del indicador fenolftaleína y colocar el matraz debajo de la bureta.
5. Iniciar la adición de NaOH abriendo la llave de la bureta hasta lograr un goteo lento pero constante.
6. Detener la adición de NaOH al alcanzar la tonalidad rosa muy claro en el matraz Erlenmeyer que contenía al inicio la disolución KHP.
7. Repetir el procedimiento del paso cuatro al seis, dos veces más.
8. Realizar los cálculos correspondientes para indicar la concentración real de la disolución de NaOH, recordando que la reacción ácido – base en la valoración es:



Reportar

Concentración de real de la disolución de NaOH.

$$N_{Exp.} = (N_{Teorico}) (F)$$

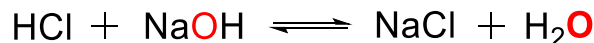
Expresar la exactitud del procedimiento experimental calculando el error absoluto y el error relativo.

$$E_{absoluto} = V_{experimental} - V_{Teórico}$$

$$E_{relativo} = \frac{E_{absoluto}}{V_{te'rico}} \times 100 \%$$

Desarrollo experimental para la estandarización de una disolución de HCl

1. Preparar una disolución de HCl aproximadamente 0.10 N.
2. Llenar una bureta de 25 mL con la disolución de NaOH estandarizada anteriormente.
3. Adicionar en un matraz 5 mL de la disolución de HCl aproximadamente 0.1 N, con dos gotas de indicador fenolftaleína y colocar el matraz debajo de la bureta.
4. Abrir la llave de la bureta hasta lograr un goteo lento pero constante.
5. Detener la adición de la disolución de NaOH estandarizada hasta al alcanzar la tonalidad rosa tenue en el matraz.
6. Repetir el procedimiento del paso tres al seis, dos veces más.
7. Realizar los cálculos correspondientes para indicar la concentración real de la disolución de HCl, recordando que la reacción ácido – base en la valoración es:



Reportar

Concentración de real de la disolución de HCl.

$$(C_{NAOH})(V_{NAOH}) = (C_{HCl})(V_{HCl})$$

Expresar la exactitud del procedimiento experimental calculando el error absoluto y el error relativo.

$$E_{absoluto} = V_{experimental} - V_{Teórico}$$

$$E_{relativo} = \frac{E_{absoluto}}{V_{teórico}} \times 100 \%$$

Al seguir el procedimiento descrito anteriormente se logró colectar los datos de todos los estudiantes de la sección, dando lugar a la discusión e interpretación de los resultados. Como se presenta a continuación:

Procedimiento para calcular la concentración experimental de NaOH, parte experimental uno de la práctica.

Relación gramos de KHP pesados y volumen NaOH adicionado

g de KHP	V mL de NaOH
0.57	25.2
0.49	24.3

$$F = \frac{(a)(1000)}{(P \cdot E)(V_{gastado})(0.1)} = \frac{(0.57 \text{ g})(1000)}{(204.22)(25.2)(0.1)} = 1.1075$$

$$F = \frac{(0.49)(1000)}{(204.22)(24.3)(0.1)} = 0.9873$$

$$N_{Exp.} = (N_{Teórico}) (F) = (0.1) (1.1075) = 0.1107$$

En la Tabla 1 se presenta la información recabada en el grupo, en la que se observan valores cercanos y una concentración promedio de la disolución igual a 0.105 N

Tabla 1. colección de datos de la estandarización de NaOH 0.10 N teóricamente.

KHP gramos	V gastado mL	N _{Exp.}
0.46	24.4	0.092
0.45	21.9	0.100
0.51	18.5	0.134
0.48	21.2	0.110
0.45	20.1	0.109
0.40	24.3	0.096
0.48	20.4	0.096

0.45	19.8	0.111
C _{NaOH} promedio		0.105

La información colectada para el procedimiento descrito para la estandarización de HCl se presenta a continuación, en la que se observa que primero nos apoyamos de la ecuación, mostrando en la Tabla 2, las concentraciones experimentales para la disolución de HCl:

$$(C_{NAOH})(V_{NAOH}) = (C_{HCl})(V_{HCl})$$

$$C_{HCl} = \frac{(0.105 N)(11.2 mL_{NaOH})}{10 mL} = 0.118 N$$

V mL de HCl	V mL de NaOH
10	11.2
10	10.3

Tabla 2. Colección de datos obtenidos para la cuantificación de HCl con NaOH 0.105 N

V_{NaOH} mL	C_{HCl} N
10.5	0.1102
10.6	0.111
10.5	0.110
11.1	0.116
11.0	0.115
10.6	0.111
11.2	0.117
10.3	0.108
10.0	0.108
10.0	0.101
C_{HCl} promedio	0.1107

Al llenar las tablas permite que el alumno pueda mantener la información organizada lleve un formato homogéneo y pueda inmediatamente observar la información y el comportamiento. El alumno a partir de esta información deberá generar sus conclusiones y buscar las referencias necesarias para soportar sus observaciones.

A continuación, se presenta un ejemplo de cuantificación ácido base en donde se empleará la disolución de NaOH estandarizada para determinar la acidez en jugos de frutas.

Práctica: Determinación de acidez en jugos de frutas

Introducción

Los jugos de varias frutas, en particular los cítricos, son preferidos en la alimentación humana, principalmente por su contenido en vitamina C. El ácido cítrico es un ácido orgánico tricarbónico que está presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en cítricos como el limón y la naranja. Su fórmula química es $C_6H_8O_7$.

Objetivo

Determinar los miligramos de ácido cítrico en un jugo de fruta enlatado.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de NaOH, NaOH 0.105 N, preparada en la sesión anterior
Etiquetas	Muestra de jugos comerciales
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Muestra de jugos naturales (opcional)
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental

1. Llene la bureta con la disolución estandarizada de NaOH 0.105 N
2. Transfiera 5 mL de jugo a un matraz Erlenmeyer.
3. Añada 10 mL de agua destilada y 2 gotas de indicador fenolftaleína.
4. Coloque el Matraz Erlenmeyer debajo de la bureta y deje caer gota a gota el NaOH 0.105 N y agite continuamente hasta que la disolución adquiera un ligero color rosado durante medio minuto.
5. Repita el procedimiento del paso 1 al 4 por triplicado.
6. Repita el procedimiento con el resto de los jugos.

Reportar

Los miligramos de ácido cítrico en la muestra considerando el PM del ácido cítrico 192.124 $gmol^{-1}$ y los tres protones disociables.

Se toman muestras de jugo comercial:

10 mL De Pau Pau + 10 mL H₂O

Formulas

En la muestra 1, se gastan 2.3 mL.

$$N = \frac{Eq-g}{v}$$

En la muestra 2, se gastan 2.5 mL.

$$Eq-g = g/ P.E.$$

$$P. E. = \frac{P.M}{V=3}$$

Despejado y sustituyendo

$$g = (0.071) (2.3) (192.124/3)$$

$$= (0.071) (2.3) (64)$$

miligramos en la muestra = 10.45

Determinación de acidez en leche

Introducción

La determinación de la acidez titulable en una prueba Fisicoquímica de control de calidad para la leche que debe de realizarse de rutina como parámetro clasificatorio en los bancos de leche

Objetivo

Determinar el contenido de acidez total en una muestra de leche.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de NaOH 0.105 N, preparada en la sesión anterior
Etiquetas	Muestras de leche
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Procedimiento

- 1.
2. Llene la bureta con la disolución estandarizada de NaOH 0.105 N
3. Transfiera 10 mL de leche y 10 mL de H₂O a un matraz Erlenmeyer.
4. Añada 2 gotas de indicador fenolftaleína.
5. Coloque el Matraz Erlenmeyer debajo de la bureta y deje caer gota a gota el NaOH 0.105 N y agite continuamente hasta que la disolución adquiera un ligero color rosado durante medio minuto.
6. Repita el procedimiento del paso 1 al 4 por triplicado con el resto de las muestras de leche.

Reportar

1. Determinar el porcentaje de acidez en cada muestra, con base en la siguiente ecuación matemática.

$$(C_{NaOH}) X (V_{NaOH}) = (C_{leche}) (V_{leche})$$

$$C_{leche} = C_{acidez\ total}$$

2. Indicar si las muestras cumplen con lo que se indica en la etiqueta del producto.
3. Mencionar si el producto cumple con la NOM vigente establecida.

En el caso de los analitos (leche) pueden ser empleados al mismo tiempo para realizar volumetría complejométrica a través de la determinación de calcio con EDTA

Determinación de calcio en leche

Introducción

Uno de los elementos más abundantes en el cuerpo humano es el calcio, el cual, se distribuye en un 98% en el tejido óseo en forma de hidroxapatita sódica, un 1 % en dientes y el otro 1% en el resto de los tejidos. El organismo absorbe Ca^{2+} con la ayuda de la vitamina D (actúa como regulador) a través del intestino. En la actualidad se ha comprobado que el aporte adecuado de calcio es importante para prevenir algunas patologías, entre ellas la que afecta a más de 200 millones de personas; la osteoporosis.

Con base en lo anterior es importante conocer el aporte de calcio que brinda al organismo algunos alimentos de mayor consumo por la población, desde hace muchas generaciones.

El procedimiento puede llevarse a cabo a través de una volumetría de complejación, empleando un agente quelante como el EDTA, en medio básico (buffer pH10).

Objetivo

Determinar el contenido de acidez total en una muestra de leche.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	NET
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de EDTA 0.1 M
Etiquetas	Muestras de leche
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Buffer pH 10
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental

1. Llène la bureta con la disolución estandarizada de EDTA
2. Transfiera 5 mL de leche en un matraz Erlenmeyer.
3. Añada 5 mL de disolución Buffer de pH=10 y dos gotas del indicador NET.
4. Coloque el Matraz Erlenmeyer debajo de la bureta y deje caer gota a gota la disolución estándar de EDTA y agite continuamente hasta que la disolución vire de rojo a color azul.
5. Repita el procedimiento del paso 2 al 4 por triplicado.
6. Repita el procedimiento con el resto de las muestras de leche.

Reportar

1. Los mg Ca^{2+} / 100 mL de leche.
2. Indicar si las muestras cumplen con lo que se indica en la etiqueta del producto.
3. Mencionar si el producto cumple con la NOM vigente establecida.

Determinación de la vitamina C

Introducción

La Vitamina C (ácido ascórbico) es un agente reductor que se puede determinar por medio de una titulación con solución de Yodo estándar. Ya que la molécula pierde dos electrones en esta reacción, su peso equivalente es la mitad de su peso molecular (88.07 g/ eq).

También se puede utilizar el método indirecto o por retroceso, que consiste en determinar una especie haciéndola reaccionar con un exceso medido de una solución estándar A, el exceso que no reaccionó con la especie a determinar se valora con una segunda solución estándar B.

Objetivo

Determinar el contenido de Vitamina C por yodometría en una tableta comercial, valoraciones redox.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Almidón
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de Yodo/yoduro 0.04 M
Etiquetas	Muestras de vitamina C
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo Experimental

1. Pesar 100 mg de vitamina C y colocar en un matraz Erlenmeyer
2. Disolver con 50 mL de agua destilada y colocar 5 mL de indicador de almidón
3. Titular con una disolución de Iodo/Ioduro 0.04M, hasta la aparición de un color azul intenso
4. Determinar el Volumen de Equivalencia

Muestra	Equipo 1	Equipo 2	Equipo 3	Equipo 4	Equipo 5	Equipo 6
Fizz. C (300 g/ 500 mL)	1.2 mL	1.3 mL	1.3 mL	1 mL	1.4 mL	1.5 mL
Ahorro 1g/ 500 mL	4.2 mL	4.3 mL	3.9 mL	4.7 mL	4.3 mL	4 mL
Farma-life (1 g/ 500 mL)	4.3 mL	4 mL	4.6 mL	2.4 mL	4.5 mL	5 mL
Ramico (500 mg/100 mL)	2.1 mL	2.0 mL	2.0 mL	1.0 mL	1.6 mL	1.8 mL
Fizz´C (300 mg/ 500 mL)	1.4 mL	1.0 mL	1.4 mL	1.2 mL	1.3 mL	1.1 mL
Naranja natural (50 500 mL)	0.1 mL	0.1 mL	0.1 mL	0.1 mL	0.1 mL	0.1 mL

Cálculos:

$$(C_I) (V_I) = (C_{AS}) (V_{AS})$$

$$4.8 \times 10^{-3} \text{ M} = \frac{M_{eq}}{V}$$

$$M_{Eq} = 4.8 \times 10^{-3} \times 500 \text{ mL}$$

$$M_{Eq} = 2.4 \text{ M}_{Eq}$$

$$(C_I) (V_I) = (C_{AS}) (V_{AS})$$

$$(0.04 \text{ N}) (1.2) = C_{AS} (20 \text{ mL})$$

$$C_{AS} = (0.04 \text{ N}) (1.2 \text{ mL}) / (20 \text{ mL})$$

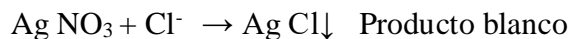
$$C_{AS} = (2.4 \times 10^{-3}) \times 2$$

$$C_{AS} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ N}$$

Determinación de cloruros por el “método de Mohr”

Introducción

El método de Mohr involucra la determinación cuantitativa de iones cloruro, bromuro y cianuro por medio de titulación, con una solución estándar de nitrato de plata, utilizando cromato de sodio o potasio como indicador químico del fin de la valoración.



Objetivo

Cuantificar la cantidad de cloruros presentes en una muestra de agua de grifo.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Solución de K_2CrO_4 0.25 M
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Solución de AgNO_3 0.1 N
Etiquetas	Una muestra de NaCl 0.01 M
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Procedimiento

1. Tomar 10 mL de disolución de NaCl
2. Agregar un gotero de CrO_2^{2-}
3. Titular con AgNO_3 ; Solución (a, b), $V_{\text{Eq-a,b}}$
4. Repetir el procedimiento con agua de grifo $V_{\text{Eq-a,b}}$

$$M = \frac{\#_{mol}}{V_l} = \frac{g}{(p.m)(V)}$$

$$g = (0.01M) (58.44 \text{ g/mol}) (0.1 \text{ L})$$

$$g = 0.058 \text{ g de NaCl}$$

Equipo	V _{eq-a}	V _{eq-b}	H ₂ O, (a)	H ₂ O, (b)
1	20.2 mL	1.2 mL	0.4 mL	0.4 mL
2	21.5 mL	1.1 mL	2.1 mL	0.2 mL
3	28.0 mL	1.1 mL	0.4 mL	0.4 mL
4		1.4 mL	0.3 mL	0.3 mL
5	42 mL	2.5 mL	0.2 mL	0.2 mL
6	24 mL	1.2 mL	0.3 mL	0.3 mL

$$(C_1) (V_1) = (C_2) (V_2)$$

$$(C_{NaCl}) (V_{NaCl}) = (C_{AgNO_3}) (V_{AgNO_3})$$

$$(0.01 \text{ M}) (10 \text{ mL}) = (C_{AgNO_3}) (20.2)$$

$$\text{a.)- } C_{AgNO_3} = \frac{(0.01)(10)}{20.2} = 0.004 \text{ M}$$

$$\text{b.)- } C_{AgNO_3} = \frac{(0.01)(10)}{1.1} = 0.099 \text{ M}$$

$$\text{c.)- } C_{Cl \text{ en } H_2O} = \frac{(0.094 \text{ M})(0.4 \text{ mL})}{(20 \text{ mL})} = 1.98 \times 10^{-3}$$

$$= 1.98 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 35.5 \text{ g/mol}$$

$$= 0.070 \text{ gr/L} \times 1000 \text{ mg/1g}$$

$$= 70 \text{ ppm}$$

$$\text{b.)- } \frac{(0.01)(10)}{1.4} = 0.071 \text{ M}$$

$$Ca^{2+} = \frac{(0.071)(0.3)}{20 \text{ ml}} = 1.065 \times 10^{-3} \text{ M} \times 36.5 = 0.037 = 37 \text{ ppm}$$

Conclusiones

Conclusiones

- Se reviso el estado actual del manual de laboratorio de química analítica II,
- Se plantearon metodologías experimentales detalladas.
- Se deja un manual para que el departamento en pleno pueda discutir los cambios.
- En el caso de los procedimientos asociados a una Norma Oficial Mexicana se realizó el trabajo minucioso asociado a la NOM.
- Toda sugerencia en las practicas son con base en las observaciones al realizar estas tal y como se menciona en el manual actual, es importante remarcar que se elaboró la parte experimental con un grupo en el periodo primavera 2023 de analítica básica del programa educativo de Química, donde se pudieron notar que en muchos de los casos no preparan la lectura de la práctica por lo que es importante implementar algunas técnicas para asegurar el éxito de la actividad, por ejemplo:
 - A) Iniciar la sesión explicando el tipo de volumetría a revisar y los objetivos.
 - B) Presentar las reacciones involucradas en el proceso
 - C) Esbozar la metodología de la práctica en el pizarrón o a través del proyector.
 - D) Implementar la colección datos de la sección a través Tablas durante el experimento que permitirán revisar la reproducibilidad de los datos.
 - E) Al finalizar el experimento tomar unos minutos para revisar los resultados y explicar las operaciones a realizar para poder concluir con el análisis cuantitativo en la volumetría respectiva.

Bibliografía

Bibliografía

1. Química analítica; Gary D. Christian; Editorial Mc Graw Hill; sexta edición.
2. Análisis químico cuantitativo; Gilbert H. Ayres; Editorial Aries 1979.
3. Curso de química y física; Y A. Guerasimov, V. Dreving, E. Eriumint, A. Kisielov, B. Levedet, G. Panchengov; A. Shilguin; Editorial Mir 1977; Tomo 1.
4. Química Analítica Skoog: F. James Holler, Stanley R. Crouch.

Apéndice 1
Manual de
laboratorio de
Química
Analítica II

BENEMÉRITA UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE PUEBLA
VICERRECTORÍA DE DOCENCIA
DIRECCIÓN DE EDUCACIÓN SUPERIOR



BUAP

Facultad de

Plan de Estudios de la Licenciatura en Química

Generación 2016

PLAN DE ESTUDIOS (PE): QUÍMICA

ÁREA: CIENCIAS NATURALES

ASIGNATURA: LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA II

CÓDIGO: QUIS013L

CRÉDITOS: 8

FECHA: marzo 2017

PE: Licenciatura en Química



"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 117 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distintos a los señalados en el párrafo anterior".

1. DATOS GENERALES

Nivel Educativo:	Licenciatura
Nombre del Plan de Estudios:	Licenciatura en Química
Modalidad Académica:	Presencial
Nombre de la Asignatura:	Laboratorio de Química Analítica II
Ubicación:	Nivel Básico
Correlación:	
Asignaturas Precedentes:	Química Analítica I
Asignaturas Consecuentes:	Todas las del programa educativo

2. CARGA HORARIA DEL ESTUDIANTE

Concepto	Horas por semana		Total de horas por periodo	Total de créditos por periodo
	Teoría	Práctica		
Horas teoría y práctica (16 horas = 1 crédito)	4	3	126	8

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier uso, distintos a los señalados en el párrafo anterior".



3. REVISIONES Y ACTUALIZACIONES

Autores:	Dra. Rocío Aguilar Sánchez Dr. Jorge Cerna Cortez Mtra Hilda Aguilar Rueda Dr. José Luis Gárate Morales Quím. Alejandro Gomez Sainz Quím. Carlos Gracia Vásquez Quím. Mario Guzmán Guerrero Ing. Eber Ruth Rodríguez Gutiérrez Dra. María del Pilar Trujillo García
Fecha de diseño:	Marzo 2017
Fecha de la última actualización:	Noviembre 2021
Fecha de aprobación por parte de la academia de área, departamento u otro.	
Revisores:	M.C Arlette Andrade Madrigal Dr. Luis Angel Aguilar Carrasco Dra. Rocío Aguilar Sánchez Dra. Judith Caballero Jimenez Dr. José Luis Gárate Morales Quím. Carlos Gracia Vásquez Quím. Alejandro Gomez Sainz Quím. Mario Alberto Guzmán Guerrero Dra. Adriana Hernández Calva Dr. Ulises Angel Peña Rosas Dra. Mayra Sanchez Cruz Dr. Esteban Sanchez Muñoz Dra. Margarita Cerón Rivera
Sinopsis de la revisión y/o actualización:	Revisión del programa, actualización de la bibliografía y adecuación de los formatos

PE: Licenciatura en Químico



"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, en para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distintos a los señalados en el párrafo anterior".

4. PERFIL DESEABLE DEL PROFESOR (A) PARA IMPARTIR LA ASIGNATURA:

DISCIPLINA PROFESIONAL:	Profesional en el área de la Química, preferentemente con experiencia profesional en áreas en donde se apliquen las técnicas analíticas.
NIVEL ACADÉMICO:	Grado académico mínimo: Licenciatura Grado académico ideal: Doctorado en el área
EXPERIENCIA DOCENTE:	Capacitación básica adquirida durante su ingreso Deseable de dos años a nivel licenciatura
EXPERIENCIA PROFESIONAL:	Deseable de dos años

5. PROPÓSITO

Preparar al estudiante en la comprensión y orientación de los principios químicos apoyándose en los métodos de razonamiento que derivan de la teoría de las reacciones en solución y su comprobación experimental; aplicando el conocimiento de análisis clásico para resolver problemas analíticos que se le presente en su desarrollo académico y profesional. Asimismo, desarrollará actitudes positivas hacia el trabajo en equipo y además reforzará sus valores para desempeñarse exitosamente, con sentido ético y responsabilidad social.

6. COMPETENCIAS PROFESIONALES:

1. Conocer y aplicar los conceptos de solubilidad, estequiometría y curvas de valoración (ácido-base, complejométricas y de oxido-reducción) para comprender y resolver un problema analítico, sin el uso de instrumentos sofisticados.
2. Analizar diferentes tipos de muestras a través del análisis volumétrico y gravimétrico para cuantificar e identificar el analito de interés en los diferentes campos de la química.
3. Distinguir las limitaciones cuantitativas de los métodos revisados, para discriminar los resultados obtenidos en el laboratorio.

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier uso, distintas a los señalados en el párrafo anterior".



Lista de prácticas:

- 1 ANALISIS DE JUGOS DE FRUTAS.
- 2 CAPACIDAD NEUTRALIZADORA DE UNA TABLETA ANTIACIDA.
- 3 DETERMINACION DE LA VITAMINA C.
- 4 DETERMINAR EL PODER BLANQUEADOR MEDIANTE YODOMETRIA.
- 5 DETERMINACION DE CALCIO EN UNA TABLETA COMERCIAL.
- 6 DETERMINACION DEL PORCENTAJE DE EDTA EN UN PRODUCTO DE LIMPIEZA.
- 7 ANALISIS DE UNA MEZCLA DE CARBONATO – BICARBONATO.
- 8 DETERMINACION DE ACIDEZ EN VINO BLANCO.

PE: Licenciatura en Química



"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distintos a los señalados en el párrafo anterior".

VALORACIONES ACIDO BASE EN DISOLVENTES ANFIPROTICOS

ANALISIS DE JUGOS DE FRUTAS

OBJETIVO ESPECIFICO

Determinar el porcentaje de ácido cítrico en un jugo de fruta enlatado

INTRODUCCION

Los jugos de varias frutas, en particular los cítricos, son preferidos en la alimentación humana, principalmente por su contenido en vitamina C; además contienen sustancias importantes en la nutrición, como minerales, proteínas, azúcares, etc

Entre los ácidos orgánicos de las frutas cítricas, el que se encuentra en mayor proporción es el ácido cítrico, por ello al determinar volumétricamente la concentración de los ácidos en un jugo de fruta se acostumbra expresarla como la del ácido cítrico

En la tecnología de los alimentos se determina la acidez de un jugo de fruta fresca, por varias razones, una de ellas es que constituye un dato importante en la selección de las condiciones más apropiadas para procesar el jugo. En ocasiones, cuando un jugo de fruta no es suficientemente ácido, se le añade ácido cítrico antes de enlatarlo, asimismo el valor de la acidez de un jugo, junto con el contenido de azúcar, sirve para evaluar el grado de madurez de una fruta,

El ácido cítrico es un ácido orgánico tricarboxílico que está presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en cítricos como el limón y la naranja. Su fórmula química es $C_6H_8O_7$.

Es un conservador y antioxidante natural que se añade industrialmente como aditivo en el envasado de muchos alimentos como las conservas enlatadas.

El ácido cítrico es obtenido principalmente en la industria gracias a la fermentación de la sacarosa realizada por un microorganismo llamado *Aspergillus niger*. El proceso de obtención tiene varias fases como la preparación del sustrato de melaza, la fermentación aeróbica de la sacarosa por el *Aspergillus*, la separación del ácido cítrico del sustrato por precipitación al añadir hidróxido de Calcio o cal apagada para formar citrato de Calcio. Después se añade ácido sulfúrico para descomponer el Citrato. La eliminación de impurezas se realiza con carbón activado o resinas de intercambio iónico, se continúa con la cristalización del ácido cítrico, el secado o deshidratación y el empaquetado del producto.

MATERIALES Y REACTIVOS

Bureta de 50 ml Pinzas para bureta Pipeta 10 ml Matraz Erlen Meyer	Solución valorada de Na OH 0.1 N Fenolftaleína Probeta de 50 ml
---	---

PROCEDIMIENTO

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distinto a los señalados en el párrafo anterior".

Agite vigorosamente y abra la lata de jugo y transfiera 5 ml del mismo a un matraz Erlen Meyer. Añada 10 ml. De agua destilada y 2 gotas de indicador fenolftaleína.

Llene la bureta con solución valorada de NaOH 0.1 N

Coloque el Matraz debajo de la bureta y deje caer gota a gota el NaOH y agite continuamente hasta que la solución adquiera un ligero color rosado durante medio minuto.

CALCULOS

Basándose en el número de mililitros de NaOH consumidos en la titulación, en la Normalidad, y Equivalente Químico del ácido cítrico, calcule la cantidad de ácido cítrico en gramos presnetes en los 5 mililitros de jugo de cada fruta.

Cuando se obtenga la acidez total del jugo, expresada como ácido cítrico calcule el porcentaje del ácido cítrico, suponiendo que el 90 % de la acidez total le corresponde a éste.

CAPACIDAD NEUTRALIZADORA DE UNA TABLETA ANTIACIDA

OBJETIVO ESPECIFICO

Medir la capacidad neutralizadora en una tableta antiácida comercial

INTRODUCCION

Las tabletas antiácidas están hechas de diversas sustancias las cuales reaccionan con el HCl del estómago y lo neutralizan. Las sustancias que más se emplean son: bicarbonato de sodio, hidróxido de Magnesio, carbonato de Calcio, Óxido de aluminio y trisilicato de Magnesio. Se agregan otras sustancias como saborizantes, así como salicatos y aspirina en pequeñas cantidades.

La capacidad neutralizadora se mide añadiendo un exceso de HCl valorando a una tableta previamente pesada, dejándolos reaccionar y titulando por retroceso el exceso con solución valorada de NaOH.

La medición del pH de una mezcla de la tableta con agua puede proporcionar cierto indicio en cuanto a la composición. El bicarbonato de sodio y el hidróxido de magnesio forman soluciones básicas de pH entre 8 – 9, en tanto que los otros compuestos son menos básicos produciendo soluciones de pH entre 6 y 8.

MATERIAL Y REACTIVOS

Mortero Matraz Erlen Meyer Bureta Pinzas p/ bureta Probeta Papel indicador Psachimetro Balanza analítica	HCl 0.5 N NaOH 0.1 N Fenolftaleína muestra
---	---

PARTE EXPERIMENTAL

MEDICION DE pH.- Se muele una tableta utilizando un mortero, en seguida se mezcla con 25 ml de agua destilada. Se agita durante 5 minutos y se mide el pH con papel indicador y luego el Psachimetro

CAPACIDAD NEUTRALIZADORA.- Se pesa una tableta y se pasa a un matraz Erlen meyer. Mediante una bureta se añaden 50 ml de HCl 0.5 N. Se deja reposar media hora. Concluido el tiempo se agregan de 4 a 5 gotas de indicador. Si la solución se toma rosa se añaden otros 50 ml de HCl. Se repite esta operación hasta que quede ácida. Se titula con solución de NaOH hasta la aparición de un color rosa

CALCULOS

Se calcula el número de miliequivalentes de HCl neutralizados por la tableta

Se calcula el número de miliequivalentes de HCl neutralizados por un gramo de tableta

Si los jugos gástricos normales contienen 0.4 % de HCl se calcula el número de mililitros de jugo gástrico neutralizado por una tableta

PC-Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 11 de su Ley y 117 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier uso, distinto a los señalados en el párrafo anterior".



DETERMINACION DE LA VITAMINA C

OBJETIVO

Determinar el contenido de Vitamina C por yodometría en una tableta comercial

INTRODUCCION

La Vitamina C (ácido ascórbico) es un agente reductor que se puede determinar por medio de una titulación con solución de Yodo estándar. Ya que la molécula pierde dos electrones en esta reacción, su peso equivalente es la mitad de su peso molecular (88.07 g/ eq)

También se puede utilizar el método indirecto o por retroceso, que consiste en determinar una especie haciéndola reaccionar con un exceso medido de una solución estándar A, el exceso que no reaccionó con la especie a determinar se valora con una segunda solución estándar B

En este caso el ácido ascórbico (sustancia a determinar), se hace reaccionar con un exceso medido de solución estándar de Yodo (solución A), el exceso de yodo estandarizado que no reaccionó se determina por valoración en medio ácido con una solución patrón de tiosulfato de sodio (solución B).

MATERIAL Y REACTIVOS

Probeta Bureta Matraz Erlen Meyer Pinzas para bureta piceta	Tableta de vitamina C Solución estándar de Yodo Indicador almidón
---	---

PARTE EXPERIMENTAL

Pesar con exactitud 3 tabletas de vitamina C de 100mgrs y colóquelos en un Matraz Erlen Meyer, disuelva con 50 ml de agua destilada, agregar 5 ml del indicador de almidón y títule de inmediato con una solución estándar de Yodo hasta que aparezca un color azul que persista por lo menos medio minuto.

CALCULOS

Calcule los miligramos de Vitamina C en cada tableta

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benevínto Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de la Ley y 137 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benevínto Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibido la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distinto a los señalados en el párrafo anterior".



DETERMINAR EL PODER BLANQUEADOR MEDIANTE YODOMETRIA

OBJETIVO ESPECIFICO

Determinar el poder oxidante de productos blanqueadores comerciales

INTRODUCCION

El sistema redox Yodo (triyoduro) tiene un potencial estándar de + 0.54 Volts. Por lo tanto, el Yodo es un agente oxidante más débil que el K_2MnO_4 .



En los procesos analíticos el Yodo se emplea como agente oxidante (yodometría). El ión yoduro se utiliza como agente reductor (yodometría). Relativamente pocas sustancias son agentes reductores lo bastante fuertes como para titularse con Yodo directamente. Muchos agentes oxidantes tiene la fuerza necesaria para reaccionar por completo con un ión yoduro y con esto hay muchas aplicaciones de los procesos yodométricos en los cuales se adiciona un exceso de yoduro, el agente oxidante que se va a determinar, así se libera Yodo y éste se titula con solución de Tiosulfato de Sodio, la reacción entre el Yodo y el Tiosulfato se desplaza totalmente a la derecha.

MATERIAL Y REACTIVOS

Bureta Piceta Pinzas para bureta Matraz Erlen Meyer Pipeta graduada Probeta	H_2SO_4 6 N Molibdato de amonio al 3 % $Na_2S_2O_3$ 0.1 N Indicador de Almidón
--	---

PARTE EXPERIMENTAL

En un matraz Erlen Meyer colocar 2 ml de muestra (blanqueador comercial) o 1 gramo de blanqueador sólido. Agregar 75 ml de agua desilada, 0.3 gramos de KI, 8 ml de H_2SO_4 6 N y 3 gotas de Molibdato de amonio. Titule hasta casi la desaparición del color café con Tiosulfato de sodio. Posteriormente añada a la solución indicador de almidón, la cual se tornará azul oscuro. Termine la titulación hasta que la solución se torne incolora

CALCULOS

Calcule el porcentaje en peso de cloro encada producto. Suponer que el blanqueador tiene una densidad de 1 g/ ml .

PC: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 127 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distribución o modificaciones en el párrafo anterior".



DETERMINACION DE CALCIO EN GLUCONATO DE CALCIO (EN UNA TABLETA COMERCIAL)

OBJETIVO ESPECIFICO

Determinación el Calcio presente en el medicamento por medio de una valoración con una solución estándar de EDTA

INTRODUCCION

De todos los minerales que tenemos en el cuerpo, el Calcio es el más abundante. El 98 % de Calcio corporal está en los huesos y el 1 % en los dientes. El otro 1 % se encuentra en los demás tejidos como parte esencial de ciertas reacciones metabólicas como la concentración en los músculos

El suero sanguíneo contiene de 4.5 a 5.5 milimol de Ca por Litro. La hipocalcemia es el resultado de una deficiencia de la hormona paratiroides. El tratamiento para pacientes hipocalcémicos consiste en inyectarles por vía intravenosa gluconato de Calcio.

El gluconato de Calcio tiene un sabor agradable, es un compuesto blanco que podemos encontrar en tabletas o solución.

MATERIAL Y REACTIVOS

Bureta	pinzas para bureta	EDTA dibásico 0.025 M
Piceta precipitado	vasos de	Indicador NET
Matraz Erlen Meyer	pipeta graduada	Gluconato de Calcio
Probeta	vidrio de reloj	Buffer pH = 10
agitador		

PARTE EXPERIMENTAL

Triturar 2 tabletas de gluconato de Calcio, secar el polvo a 100° C durante 1 hora. Pese exactamente 0.5 gramos, disuelva en 50 l de agua destilada, agregue 5 ml de solución Buffer y 5 gotas de NET. Titule con EDTA hasta que el color cambie de rojo a azul

CALCULOS

- ¿Cuál es el % de Calcio en nuestro cuerpo?
- ¿Cuál es el % de Calcio que tenemos en el suero sanguíneo?
- ¿Cuáles son las consecuencias de la deficiencia de Calcio?
- Calcular el % de Calcio en el Medicamento
- Mencione otros medicamentos que contengan Calcio

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Benedicta Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 2 de su Ley y 117 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Benedicta Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de las fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibido la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distinto a los señalados en el párrafo anterior".



DETERMINACION DEL PORCENTAJE DE EDTA EN UN PRODUCTO DE LIMPIEZA

OBJETIVO ESPECIFICO

Realizar una valoración complejométrica determinando el % de EDTA en un producto de limpieza

INTRODUCCION

Existen en el mercado diferentes marcas de limpiadores que tienen por finalidad remover dos tipos de depósitos indeseables, la suciedad normal (usualmente debida a grasas) y aquellos depósitos formados por sales de Calcio y Magnesio. Por eso algunos limpiadores contienen sustancias detergentes y pequeñas cantidades de Na_2EDTA (1.5 %). El objeto de la presencia de este último es que reacciona con los depósitos de Ca y Mg formando complejos fácilmente desechables, permitiendo así la mejor acción del limpiador

MATERIAL Y REACTIVOS

Bureta	pinzas para bureta	Solución de Mg
Piceta precipitado	vasos de	Buffer pH = 10
Matraz Erlen Meyer	pipeta graduada	NET
Probeta agitador	vidrio de reloj	Muestra

PARTE EXPERIMENTAL

Medir 1 ml o pesar 1 gramo de muestra y trasvasar a un vaso de ppdo. Agregar 50 ml de agua destilada. Calentar suavemente si es necesario para disolver. Filtrar y pasar a un matraz aforado de 100 ml y aforar con agua destilada. Tomar una alcuota de 25 ml y adicionar 5 ml de Buffer y 0.5 ml de NET y valorar con la solución de Mg hasta el virre del indicador

CALCULOS

Calcule el % de Na_2EDTA en la muestra

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 127 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de las fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier sea, dentro o fuera de la institución".



ANÁLISIS DE UNA MEZCLA DE CARBONATO - BICARBONATO

OBJETIVO ESPECÍFICO

Determinar el % de Carbonato y Bicarbonato en una muestra comercial

INTRODUCCION

Esta práctica consta de 2 titulaciones. En la primera, se determina la alcalinidad total [HCO_3^-] + 2 [CO_3^{2-}]. Mediante la titulación de la mezcla con HCl patrón hasta el punto final del Verde de Bromocresol



Otra alícuota de la solución problema se trata con un exceso de NaOH para convertir HCO_3^- a CO_3^{2-}



A continuación la totalidad del carbonato se precipita con BaCl_2



El exceso de NaOH se titula de inmediato con HCl patrón para determinar cuánto HCO_3^- estaba presente. A partir de la alcalinidad total y de la concentración de bicarbonato se calcula la concentración inicial de Carbonato.

MATERIAL Y REACTIVOS

Pesa filtro	bureta 25 ml	HCl 0.1 M	fenolftaleína
Matraz aforado 250 ml	probeta	NaOH 0.1 M	
Embudo de vidrio	Erlen Meyer	BaCl ₂ al 10 %	
Pipeta 25 ml		Verde de Bromocresol	

PARTE EXPERIMENTAL

Se pesa con exactitud 2.0 o 2.5 gramos de muestra en un pesafiltro. Mediante un embudo se pasa a un matraz aforado de 250 ml. Se afora con agua recién hervida. Se disuelve y se afora

Se toma una muestra de 25 ml en un Erlen Meyer y se titula con HCl en presencia de verde de Bromocresol hasta que vire de azul a verde

Se toma otra muestra de 25 ml en un Erlen Meyer, se agregan 50 ml de NaOH. Se agrega 10 ml de BaCl₂. Se agita para precipitar el BaCO₃. Se añaden 2 gotas de indicador fenolftaleína y se titula con HCl

CALCULOS

Calcular el % de Carbonato y bicarbonato en la muestra
 El % obtenido ¿A que concentración molar corresponde?

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 11 de la Ley y 127 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido o cualquier uso, distintos a los señalados en el párrafo anterior".



DETERMINACION DE ACIDEZ EN VINO BLANCO

OBJETIVO ESPECIFICO

Realizar la valoración de un ácido débil con una base fuerte

INTRODUCCION

Se llama vino al jugo fermentado de uvas maduras exprimidas después de cortarlas, su color va del rojo profundo al rosado y casi incoloro en el vino blanco (esto depende de la piel de la uva, morada, negra, verde) y el tiempo que se deje la piel en la cuba donde se pone el mosto que se convierte en vino, el ingrediente que convierte las uvas en vino es la levadura.

Las células de la levadura están presentes en la piel de las uvas, cuando estas se prensan las célula empiezan a alimentarse del azúcar del mosto, ya convertida en alcohol y en anhídrido carbónico.

MATERIAL Y REACTIVOS

Matraz aforado 100 ml	bureta	Solución estándar de NaOH
Pipeta 10 ml	pipeta	Fenolftaleína
Matraz Erlen Meyer		Muestra de vino blanco

PARTE EXPERIMENTAL

Medir 10 ml de vino, transvasar a un matraz aforado de 100 ml. Tomar una muestra de 20 ml en un Erlen Meyer y agregar gotas de fenolftaleína. Valorar con NaOH hasta el primer vir

CALCULOS

Calcular el % de ácido tartárico en la muestra

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de su Ley y 117 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la Bene mérito Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier sea, distinta a las referidas en el párrafo anterior".



7. CRITERIOS DE EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN	PORCENTAJE
Trabajo de laboratorio	10%
Participación	10%
Reporte de prácticas	60%
Examen	20%
TOTAL	100

REQUISITOS DE ACREDITACIÓN
Estar inscrito oficialmente como alumno del PE en la BUAP
El promedio de las calificaciones de los exámenes aplicados deberá ser igual o mayor que 6
Cumplir con las actividades propuestas por el profesor al inicio del curso

BIBLIOGRAFÍA

1. Douglas A. Skoog; Donald M West; F. James Holler; Stanley R. Crouch. (2015). Fundamentos de Química Analítica. Novena edición. México. Cengage Learning.
2. Daniel C. Harris; Charles A. Lucy., (2016) Chemical Analysis Quantitative. 9th Edition. USA., W. H Freeman and Company.
3. David Harvey. (2002) Química Analítica Moderna. Primera edición. España. McGraw-Hill Interamericana.
4. Gary D. Christian; Punendu H. Dasgupta; Kevin A. Schung (2014) Analytical Chemistry. 7th edition USA. John Wiley and Sons.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

Ayres Gilbert H. (1970) Análisis Químico Cuantitativo. Ed. Harla.

PE: Licenciatura en Química

"El presente documento es Propiedad Intelectual de la BeneMérito Universidad Autónoma de Puebla, conforme a lo previsto en el artículo 8 de la Ley y 127 del Estatuto Orgánico Universitario. La utilización del mismo, es para uso exclusivo de la BeneMérito Universidad Autónoma de Puebla y los integrantes de la comunidad universitaria, en cumplimiento de los fines de docencia, investigación y extensión de la cultura. Queda estrictamente prohibida la reproducción total o parcial de su contenido a cualquier uso, distinto a los señalados en el párrafo anterior".



Apéndice II
Propuesta de
manual de
laboratorio
Química de
Analítica II

Lista de prácticas Actual	Propuesta de Trabajo
ANALISIS DE JUGOS DE FRUTAS	Seguridad en el laboratorio
1 CAPACIDAD NEUTRALIZADORA DE UNA TABLETA ANTIACIDA	Preparación y estandarización de disoluciones (NaOH, HCl)
2 DETERMINACION DE LA VITAMINA C	Seminario Volumetrías y Gravimetrías
3 DETERMINAR EL PODER BLANQUEADOR MEDIANTE YODOMETRIA	volumetrías Acido-Base
4 DETERMINACION DE CALCIO EN UNA TABLETA COMERCIAL	Determinación de ácido acético en vinagre comercial
5 DETERMINACION DEL PORCENTAJE DE EDTA EN UN PRODUCTO DE LIMPIEZA.	Análisis de jugos de frutas
6 ANALISIS DE UNA MEZCLA DE CARBONATO – BICARBONATO	Capacidad neutralizadora de una tableta antiácida
7 DETERMINACION DE ACIDEZ EN VINO BLANCO	Determinación de ácido fosfórico en muestras de refresco
	volumetrías de precipitación
	Determinación de cloruros por el método de Mohr
	Análisis de una mezcla de carbonato – bicarbonato
	Volumetrías Redox
	Determinación de la vitamina c
	Determinar el poder blanqueador mediante yodometría
	volumetrías complejos
	Determinación del porcentaje de edta en un producto de limpieza.
	Determinación de calcio en una tableta comercial

Se propone iniciar con la práctica de seguridad en laboratorio donde se presentan los espacios del laboratorio, los reglamentos e indicaciones en caso de alguna eventualidad en esta práctica los alumnos podrán revisar la normatividad involucrada con los laboratorios, la estructura de las fichas técnicas de reactivos químicos. En la segunda actividad se propone iniciar con la preparación de disoluciones ácidas y básicas para revisar la habilidad en laboratorio de los alumnos y que puedan familiarizarse con el área de trabajo se puede observar que cuando tardan más de 1:30 horas en la preparación y estandarización de una disolución de NaOH 0.1 M, se debe considerar que en las siguientes prácticas deberán tener cuidado para que logre desarrollar las habilidades necesarias y disminuyan tiempos en la preparación de las disoluciones.

Al iniciar a la par de la teoría al inicio de las volumetrías y gravimetrías no se puede asegurar que conozcan los términos y procedimientos por lo que se propone llevar un seminario de volumetría y gravimetría donde el alumno pueda revisar los conceptos e involucrarlo en los términos

En la propuesta se reorganizan las prácticas en el siguiente orden: reacciones ácido-base, complejometría, redox y precipitación.

Para los informes de laboratorio se sugieren los siguientes puntos:

En los reportes se proponen los siguientes elementos en una bitácora, en la que toda la información se hará con pluma.

- a) Título de la práctica
- b) Objetivos
- c) Instrumentos y condiciones de operación
- d) Materiales y reactivos
- e) Hipótesis o ideas generadoras
- f) Desarrollo o plan de trabajo
- g) Observaciones
- h) Resultados, interpretación y discusión de los resultados (las Tablas, gráficos, etc., deberán ser enumerados y citados en el texto (Tablas: encabezado. Gráficos: pie de gráfico).
- i) Conclusiones
- j) Recomendaciones
- k) Bibliografía
- L) Firma del analista

En este caso se proponen algunas áreas de oportunidad que el departamento puede considerar en reuniones colegiadas para actualizar el manual de laboratorio de la química analítica 2.

5. Classical Analysis; A. Look at the past, present, and future; Analytical chemistry, Vol. 63, No. 20; Oct 15, 1991.

6. Manual de prácticas de laboratorio Química Analítica II, Facultad de Ciencias químicas BUAP

Practica 1

Reglas de higiene y seguridad en el laboratorio

Objetivo Específico Revisar y dar a conocer los conceptos de seguridad en el laboratorio de química analítica, y su reglamento

Introducción. Es a través del trabajo en el laboratorio como conocemos las sustancias, nos percatamos que pasa con ellas cuando interaccionan y, nos explicamos los fenómenos entendiendo sus causas y efectos.

El químico como tal requiere del trabajo práctico, de lo contrario, su conocimiento será incompleto, por lo tanto, el trabajo en el laboratorio es de gran utilidad tanto para comprobar lo que los profesores y textos dicen como para contestar a tantas interrogantes como el que los estudiantes planteen, modificaciones, innovaciones, el desarrollo de actitudes creativas, que requieren para cualquier actividad que desarrollen en su quehacer profesional.

El trabajo en el laboratorio debe hacerse con disciplina orden y limpieza, ya que implica que los estudiantes adquieren hábitos, desarrollen habilidades y destrezas, así como la explicación y justificación teórica de los fenómenos.

Uno de los hábitos que el alumno debe desarrollar es el de registrar en forma personal, ordenada y fidedigna los resultados, observaciones, reflexiones, etc. que se presentan en un trabajo experimental, por lo que es obligatorio el uso de un cuaderno de notas de laboratorio el cual debe de ser de pastas duras y hojas cocidas.

En cualquier laboratorio los resultados experimentales deberán reportarse; estos resultados deben ser claros y precisos de acuerdo con las instrucciones indicadas.

Materiales y reactivos. Reglamento del Departamento de Química Analítica

Procedimiento Discutir en grupos las reglas de higiene y seguridad

REGLAMENTO

- Usar siempre bata y lentes de protección.
- Eliminar de la zona de trabajo los artículos personales (libros, cuadernos, suéter, bolsa etc.).
- No fumar. Fumar es peligroso porque hay materiales y vapores inflamables; además de que se contamina el ambiente.
- No ingerir alimentos o bebidas en el laboratorio.
- No usar el material de laboratorio como recipiente para comer o beber. No se debe comer en el laboratorio, porque siempre hay la posibilidad de contaminar los alimentos, bebidas y manos con sustancias tóxicas y/o corrosivas.
- Lavar las manos periódicamente, especialmente antes de ingerir alimentos.

- Desechar el equipo defectuoso (material de vidrio estrellado, tubo de hule desgastado, conexiones eléctricas, etc).
- Mantener el área de trabajo perfectamente limpia.
- En caso de accidente, aún leve, avisar de inmediato al profesor.
- Realizar el experimento siguiendo la técnica. No hacer modificaciones sin consultar antes al profesor.
- Leer las etiquetas antes de usar los reactivos. **Nunca** regresar el reactivo sin usar al frasco. Si se tomó una cantidad excesiva de reactivo, dejar el **exceso** para otro estudiante o trasvasarlo a un frasco y etiquetarlo.
- Calentar lentamente el material de vidrio. Cuando se calienta un líquido en un tubo de ensayo o en otro recipiente **nunca** apuntar la boca del tubo hacia uno mismo o hacia el compañero.
- **Nunca** probar el sabor de un reactivo. Cuando se necesite oler un reactivo, no hacerlo directamente del recipiente; abanicar con la mano los vapores y, entonces, oler.
- **Nunca** verter agua sobre un ácido concentrado. Siempre agregar lentamente el ácido sobre el agua mientras se mezclan.
- Si se desprenden gases durante un **experimento**, realizarlo bajo la campana de extracción.
- Verter los reactivos líquidos que ya no sirven en los recipientes que indique el profesor.
- No tirar los sólidos en el lavabo.
- Los disolventes orgánicos son insolubles en el agua, para eliminarlos deben depositarse en un recipiente que controlará el profesor.
- Tan pronto se termine la práctica, lavar todo el material que se ha utilizado y guardarlo, limpiar las áreas de trabajo y el o los equipos que hayas usado.
- Etiquetar cualquier solución preparada, incluyendo el nombre del docente responsable.
- Al finalizar el trabajo de laboratorio (11 practicas) deberán de disponer de las soluciones preparadas de acuerdo a los criterios de la practica 11.

Departamento de Química Analítica
 Facultad de Ciencias Químicas BUAP

Práctica 3 (ácido - base)

Preparación y estandarización de disoluciones

Introducción

La preparación de disoluciones es un punto importante en el desarrollo de las habilidades de cualquier químico en esta práctica se preparará y estandarizará disoluciones de NaOH 0.1 N y HCl 0.1 N

Objetivo general

Familiarizar al estudiante con la preparación y estandarización de disoluciones.

Objetivos particulares

Diferenciar entre estándar primario y estándar secundario.

Preparar una disolución de NaOH estandarizada.

Estandarizar HCl a través del estándar de NaOH.

Promover la interpretación y discusión de los resultados grupales.

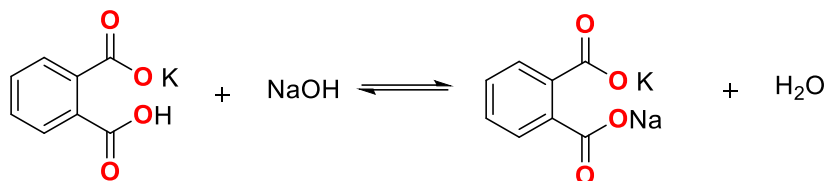
Identificar las posibles fuentes de error por cada grupo de analistas.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución aproximadamente 0.1 M de HCl
Etiquetas	Disolución aproximadamente 0.25 M de NaOH.
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	KHP
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	Disolución 0.1 M de NaOH.
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental para la estandarización de una disolución de NaOH

- Preparar 100 mL de disolución de NaOH 0.25 N
- Llenar con la disolución de NaOH la bureta de 25 mL.
- Pesar de 0.4 g a 0.5 g de KHP en un vaso de precipitados de aproximadamente 50 mL y adicionar 10 mL de agua medidos con la pipeta para disolver, agitar con un agitador de vidrio.
- Pipetear 3 mL de KHP a un matraz Erlenmeyer, agregar 2 gotas del indicador fenolftaleína y colocar el matraz debajo de la bureta.
- Iniciar la adición de NaOH abriendo la llave de la bureta hasta lograr un goteo lento pero constante.
- Detener la adición de NaOH al alcanzar la tonalidad rosa muy claro en el matraz Erlenmeyer que contenía al inicio la disolución KHP .
- Repetir el procedimiento del paso cuatro al seis, dos veces más.

16. Realizar los cálculos correspondientes para indicar la concentración real de la disolución de NaOH, recordando que la reacción ácido – base en la valoración es:



Reportar

Concentración de real de la disolución de NaOH.

$$N_{Exp.} = (N_{Teorico}) (F)$$

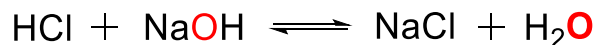
Expresar la exactitud del procedimiento experimental calculando el error absoluto y el error relativo.

$$E_{absoluto} = V_{experimental} - V_{Teórico}$$

$$E_{relativo} = \frac{E_{absoluto}}{V_{te'rico}} \times 100 \%$$

Desarrollo experimental para la estandarización de una disolución de HCl

8. Preparar una disolución de HCl aproximadamente 0.10 N.
9. Llenar una bureta de 25 mL con la disolución de NaOH estandarizada anteriormente.
10. Adicionar en un matraz 5 mL de la disolución de HCl aproximadamente 0.1 N, con dos gotas de indicador fenolftaleína y colocar el matraz debajo de la bureta.
11. Abrir la llave de la bureta hasta lograr un goteo lento pero constante.
12. Detener la adición de la disolución de NaOH estandarizada hasta al alcanzar la tonalidad rosa tenue en el matraz.
13. Repetir el procedimiento del paso tres al seis, dos veces más.
14. Realizar los cálculos correspondientes para indicar la concentración real de la disolución de HCl, recordando que la reacción ácido – base en la valoración es:



Reportar

Concentración de real de la disolución de HCl.

$$(C_{NAOH})(V_{NAOH}) = (C_{HCl})(V_{HCl})$$

Expresar la exactitud del procedimiento experimental calculando el error absoluto y el error relativo.

$$E_{absoluto} = V_{experimental} - V_{Teórico}$$

$$E_{relativo} = \frac{E_{absoluto}}{V_{teórico}} \times 100 \%$$

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos en las valoraciones y revisar el contenido en gramos de ácido cítrico en cada muestra, comparado con el esperado.

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 4 (ácido - base)

Determinación de acidez en jugos de frutas

Introducción

Los jugos de varias frutas, en particular los cítricos, son preferidos en la alimentación humana, principalmente por su contenido en vitamina C; además, contienen sustancias importantes en la nutrición, como minerales, proteínas, azúcares, etc.

Entre los ácidos orgánicos de las frutas cítricas, el que se encuentra en mayor proporción es el ácido cítrico, por ello al determinar volumétricamente la concentración de los ácidos en un jugo de fruta se acostumbra a expresarla como la del ácido cítrico

En la tecnología de los alimentos se determina la acidez de un jugo de fruta fresca, por varias razones, una de ellas es que constituye un dato importante en la selección de las condiciones más apropiadas para procesar el jugo. En ocasiones, cuando un jugo de fruta no es suficientemente ácido, se le añade ácido cítrico antes de enlatarlo, asimismo el valor de la acidez de un jugo, junto con el contenido de azúcar, sirve para evaluar el grado de madurez de una fruta,

El ácido cítrico es un ácido orgánico tricarboxílico que está presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en cítricos como el limón y la naranja. Su fórmula química es $C_6H_8O_7$.

Es un conservador y antioxidante natural que se añade industrialmente como aditivo en el envasado de muchos alimentos como las conservas enlatadas.

El ácido cítrico es obtenido principalmente en la industria gracias a la fermentación de la sacarosa realizada por un microorganismo llamado *Aspergillus niger*. El proceso de obtención tiene varias fases como la preparación del sustrato de melaza, la fermentación aeróbica de la sacarosa por el *Aspergillus*, la separación del ácido cítrico del sustrato por precipitación al añadir hidróxido de Calcio o cal apagada para formar citrato de Calcio. Después se añade ácido sulfúrico para descomponer el Citrato. La eliminación de impurezas se realiza con carbón activado o resinas de intercambio iónico, se continúa con la cristalización del ácido cítrico, el secado o deshidratación y el empaquetado del producto.

Objetivo Específico Determinar el porcentaje de ácido cítrico en jugos de fruta en diferentes presentaciones por volumetría acido-base

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de NaOH, NaOH 0.105 N, preparada en la sesión anterior
Etiquetas	Muestra de jugos comerciales
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Muestra de jugos naturales (opcional)
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental

1. Llene la bureta con la disolución estandarizada de NaOH 0.105 N
2. Transfiera 5 mL de jugo a un matraz Erlenmeyer.
3. Añada 10 mL de agua destilada y 2 gotas de indicador fenolftaleína.
4. Coloque el Matraz Erlenmeyer debajo de la bureta y deje caer gota a gota el NaOH 0.105 N y agite continuamente hasta que la disolución adquiera un ligero color rosado durante medio minuto.
5. Repita el procedimiento del paso 1 al 4 por triplicado.
6. Repita el procedimiento con el resto de los jugos.

Resultados

Reportar los miligramos de ácido cítrico en la muestra considerando el PM del ácido cítrico $192.124 \text{ gmol}^{-1}$ y los tres protones disociables.

Disolución jugo	Volumen gastado de NaOH 0.1 N	Concentración acidez total jugo en Normalidad	Gramos de ácido cítrico en 5mL de jugo.
Muestra 1	1) 2) Promedio		
Muestra 2	1) 2) Promedio		
Muestra 3	1) 2) Promedio		

Actividades

- Describir la fórmula química del ácido cítrico su reacción con el hidróxido de sodio.
- Describir porque en esta reacción es importante trabajar con normalidad y no con molaridad.
- Revisar si existe alguna Norma Oficial Mexicana para la determinación de acidez total en jugos.

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos en las valoraciones y revisar el contenido en gramos de ácido cítrico en cada muestra, comparado con el esperado.

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 5 (ácido - base)

Capacidad neutralizadora de una tableta antiácida

Introducción

Las tabletas antiácidas están hechas de diversas sustancias las cuales reaccionan con el HCl del estómago y lo neutralizan. Las sustancias que más se emplean son: bicarbonato de sodio, hidróxido de Magnesio, carbonato de Calcio, Oxido de aluminio y trisilicato de Magnesio. Se agregan otras sustancias como saborizantes, así como salicilatos y aspirina en pequeñas cantidades.

La capacidad neutralizadora se mide añadiendo un exceso de HCl valorando a una tableta previamente pesada, dejándolos reaccionar y titulando por retroceso el exceso con solución valorada de NaOH.

La medición del pH de una mezcla de la tableta con agua puede proporcionar cierto indicio en cuanto a la composición. El bicarbonato de sodio y el hidróxido de magnesio forman soluciones básicas de pH entre 8 – 9, en tanto que los otros compuestos son menos básicos produciendo soluciones de pH entre 6 y 8.

Objetivo específico Determinar la capacidad neutralizadora de una tableta antiácida por valoración por retroceso

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Fenolftaleína
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de NaOH, NaOH 0.5 N, preparada en la sesión anterior
Etiquetas	Muestra de antiácidos
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Disolución estandarizada de HCl, 0.3 N
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Procedimiento.

1. Moler una tableta antiácida en un mortero

2. Agregar 300 mg de la tableta antiácida a un matraz Erlenmeyer y agregar 20 mL de agua destilada medir el pH
3. En un segundo matraz agregar 300 mg de tableta y agregar 10 mL de HCl 0.3 N dejar reposar unos minutos agregar dos o tres gotas de fenolftaleína y si la solución torna rosa agregar 5 mL de HCl 0.5 N y repetir la operación hasta que la solución quede ácida
4. Valorar la disolución resultante con NaOH 0.1M
5. Registrar el volumen gastado en su bitácora
6. Repita la operación una vez más.

Resultados

Tableta antiácida Cantidad en gramos	Volumen agregado de HCl 0.3N	Volumen de NaOH 0.1M gastado	meq neutralizados por la tableta	meq neutralizados por 1 gramo de tableta
Muestra 1		1) 2) Promedio		

Actividades.

Describir los componentes de la pastilla neutralizada

Describir las reacciones involucradas en esta valoración

Revisar la valoración por retroceso

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y los meq neutralizados por los jugos gástricos considerando que contienen 0.4% de HCl.

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 6 (ácido - base)

Titulación de un ácido poliprótico

Introducción

El ácido fosfórico se ioniza en tres etapas. La primera constante de ionización para el primer hidrógeno es 7.5×10^{-3} , para el segundo 6.2×10^{-3} y para el tercero 9.7×10^{-13} . En la titulación del ácido fosfórico con un álcali como el NaOH, el reemplazo del primer hidrógeno origina la formación de NaH_2PO_4 . El reemplazo del segundo hidrógeno origina la formación de Na_2HPO_4 . La pérdida del tercer protón se lleva a cabo mucho menos fácilmente como se muestra en el valor tan pequeño de la K_a . Esto puede considerarse intuitivamente razonable; ya que con base a las atracciones electrostáticas podríamos esperar que los protones cargados positivamente se pierdan más fácilmente en la molécula neutra que en el ión cargado.

Objetivo específico. Determinar la valoración del ácido fosfórico de una bebida de cola y visualizar los cambios en cada deprotonación

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Naranja de metilo
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de NaOH, NaOH 0.105 N, preparada en la sesión anterior
Etiquetas	Muestra de antiácidos
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Disolución problema de H_3PO_4
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	Fenolftaleína
1 hoja blanca	

Procedimiento.

1. Primero se desgasifica la muestra el contenido de CO_2 puede alterar el resultado
2. Se toman 10 mL de muestra problema y se le agregan dos o tres gotas de naranja de metilo
3. Se valora la muestra con NaOH 0.01M hasta el vire del indicador
4. Se registra el primer volumen de NaOH usado para el punto de vire
5. Se agregan dos o tres gotas de fenolftaleína y continua la valoración

6. Se registra el segundo volumen de equivalencia

Resultados

Muestra de refresco	Volumen de NaOH gastado para el primer cambio de naranja de metilo	Volumen de NaOH gastado para el segundo vire con fenolftaleina
Muestra 1	1) 2) Promedio	1) 2) Promedio

Actividades

- Describir la reacción de neutralización de ácido fosfórico e hidróxido de sodio
- Describir la razón de porque solo se observan dos saltos y no tres para el ácido fosfórico
- Determine la concentración de ácido fosfórico en la muestra

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado.

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 7 (Complejometría)

Determinación de calcio en leche

Introducción

Uno de los elementos más abundantes en el cuerpo humano es el calcio, el cual, se distribuye en un 98% en el tejido óseo en forma de hidroxapatita sódica, un 1 % en dientes y el otro 1% en el resto de los tejidos. El organismo absorbe Ca^{2+} con la ayuda de la vitamina D (actúa como regulador) a través del intestino. En la actualidad se ha comprobado que el aporte adecuado de calcio es importante para prevenir algunas patologías, entre ellas la que afecta a más de 200 millones de personas; la osteoporosis.

Con base en lo anterior es importante conocer el aporte de calcio que brinda al organismo algunos alimentos de mayor consumo por la población, desde hace muchas generaciones.

El procedimiento puede llevarse a cabo a través de una volumetría de complejación, empleando un agente quelante como el EDTA, en medio básico (buffer pH10).

Objetivo: Determinar el contenido de acidez total en una muestra de leche.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	NET
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de EDTA 0.1 M
Etiquetas	Muestras de leche
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Buffer pH 10
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo experimental:

7. Llene la bureta con la disolución estandarizada de EDTA
1. Transfiera 5 mL de leche en un matraz Erlenmeyer.
8. Añada 5 mL de disolución Buffer de pH=10 y dos gotas del indicador NET.

9. Coloque el Matraz Erlenmeyer debajo de la bureta y deje caer gota a gota la disolución estándar de EDTA y agite continuamente hasta que la disolución vire de rojo a color azul.
10. Repita el procedimiento del paso 2 al 4 por triplicado.
11. Repita el procedimiento con el resto de las muestras de leche.

Reportar

1. Los mg Ca^{2+} / 100 mL de leche.
2. Indicar si las muestras cumplen con lo que se indica en la etiqueta del producto.
3. Mencionar si el producto cumple con la NOM vigente establecida.

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 8 (Complejometría)

Porcentaje de EDTA en un producto de limpieza

Introducción

Existen en el mercado diferentes marcas de limpiadores que tienen por finalidad remover dos tipos de depósitos indeseables, la suciedad normal (usualmente debida a grasas) y aquellos depósitos formados por sales de Calcio y Magnesio. Por eso algunos limpiadores contienen sustancias detergentes y pequeñas cantidades de Na_2EDTA (1.5 %). El objeto de la presencia de este último es que reacciona con los depósitos de Ca y Mg formando complejos fácilmente desechables, permitiendo así la mejor acción del limpiador.

Objetivo específico. Realizar una valoración complejométrica determinando el porcentaje de EDTA en un producto de limpieza

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	NET
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de cloruro de magnesio 0.1 M
Etiquetas	Muestras de limpiadores
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Buffer pH 10
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Procedimiento.

1. En un vaso de precipitado agregar 1 mL o 1 gramo de muestra problema
2. Agregar 50 mL de agua destilada y calentar suavemente si es necesario disolver
3. Filtrar y pasar a un matraz aforado de 100 mL y completar el aforo con agua destilada
4. Tomar una alícuota de 25 mL y agregar 5 mL de buffer pH 10 y 0.5 mL de NET
5. Valorar con la disolución de magnesio hasta el vire de la reacción
6. Anotar el volumen utilizado
7. Se repite el procedimiento

Resultados

Muestra de EDTA	Volumen de disolución de cloruro de magnesio 0.1 M	Concentración de la muestra
Muestra 1		
Muestra 2		

Actividades.

Describir las reacciones realizadas en esta titulación

Evaluar los resultados del grupo por métodos estadísticos

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 9 (valoración redox)

Determinación de la vitamina C

Introducción

La Vitamina C (ácido ascórbico) es un agente reductor que se puede determinar por medio de una titulación con solución de Yodo estándar. Ya que la molécula pierde dos electrones en esta reacción, su peso equivalente es la mitad de su peso molecular (88.07 g/ eq).

También se puede utilizar el método indirecto o por retroceso, que consiste en determinar una especie haciéndola reaccionar con un exceso medido de una solución estándar A, el exceso que no reaccionó con la especie a determinar se valora con una segunda solución estándar B.

Objetivo

Determinar el contenido de Vitamina C por yodometría en una tableta comercial, valoraciones redox.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Almidón
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de Yodo/yoduro 0.04 M
Etiquetas	Muestras de vitamina C
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Tiosulfito de sodio 0.1 N
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Desarrollo Experimental

1. Pesar 100 mg de vitamina C y colocar en un matraz Erlenmeyer
2. Disolver con 50 mL de agua destilada y colocar 5 mL de indicador de almidón
3. Titular con una disolución de Iodo/Ioduro 0.04M, hasta la aparición de un color azul intenso
4. Determinar el Volumen de Equivalencia

Resultados

Muestra de carbonato	Volumen de Solución de iodo gastado	gramos de Ácido ascórbico en la muestra
Muestra 1		
Muestra 2		

Actividades

Describir las operaciones realizadas en esta titulación y determinar el contenido de vitamina C

Evaluar los resultados del grupo por métodos estadísticos

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado

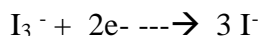
Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 10 (valoración redox)

Determinar el poder blanqueador mediante yodometría

Introducción

El sistema redox yodo (triioduro) tiene un potencial estándar de + 0.54 Volts. Por lo tanto, es un agente oxidante más débil que el K_2MnO_4 .



En los procesos analíticos el yodo (yodometría) se emplea como agente oxidante y el ion yoduro se utiliza como agente reductor. Relativamente pocas sustancias son agentes reductores lo bastante fuertes como para titularse con yodo directamente. Muchos agentes oxidantes tienen la fuerza necesaria para reaccionar por completo con un ion yoduro y con esto hay muchas aplicaciones de los procesos yodométricos en los cuales se adiciona un exceso de yoduro, el agente oxidante que se va a determinar, así se libera yodo y éste se titula con solución de tiosulfato de sodio, la reacción entre el yodo y el tiosulfato se desplaza totalmente a la derecha.

Objetivo específico. Determinar el poder oxidante de productos blanqueadores comerciales.

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Almidón
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Disolución estandarizada de Yodo/yoduro 0.04 M
Etiquetas	Muestras de vitamina C
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Molibdato de amonio al 3%
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	Ácido sulfúrico 6 N
1 hoja blanca	Tiosulfato de sodio 0.1 N

Procedimiento.

1. En un matraz Erlenmeyer agregar 2 mL o 1 gramo de la muestra para analizar
2. Agregar 75 ml de agua destilada 0.3 g de KI, 8 mL de ácido sulfúrico 6 N y 3 gotas del molibdato de amonio al 3%,

3. Se titula con la solución de tiosulfato de sodio 0.1N hasta la desaparición del color café y agregar 2 mL de solución de almidón, la solución tornará incolora
4. Se registra el volumen de titulante utilizado
5. Se repite el procedimiento

Resultados

Muestra de blanqueador	Volumen de Solución de tiosulfato gastado	Concentración de la muestra
Muestra 1		
Muestra 2		

Actividades

Describir las reacciones realizadas en esta titulación

Evaluar los resultados del grupo por métodos estadísticos

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado

Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 11 (valoración por precipitación)

Determinación volumétrica de cloruros por el método de Mohr

Introducción

El método de Mohr para la determinación de Cl^- , Br^- , CN^- se basa en la utilización de un cromato alcalino como indicador.

Reacción de valoración: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl (s)}$ (Blanco)

Reacción de punto final: $\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$ (Rojo)

En el punto final los iones cromato se combinan con el exceso de iones plata originando un precipitado rojizo de cromato de plata.

La disolución problema debe ser neutra o ligeramente alcalina; pues si es demasiado alcalina precipita hidróxido de plata, mientras que si su $\text{pH} < 5$ el punto final aparece muy lentamente y de manera muy poco clara debido a la disminución de iones plata presentes.

Mediante un ensayo en blanco subsanamos el error de valoración. Medimos el volumen de disolución valorada de AgNO_3 que es preciso gastar para dar una coloración perceptible a un volumen de agua destilada que contiene la misma cantidad de indicador que el que se utiliza en la valoración. El volumen así determinado se debe restar al volumen de disolución valorada gastado en la determinación.

Nota: Este método no se puede aplicar al I^- ni al SCN^- .

Objetivo específico. Determinar el contenido de cloruros en una muestra de agua de la llave y asociarlo a los procesos de control de calidad del agua

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Solución de K_2CrO_4 0.25 M
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Solución de AgNO_3 0.1 N
Etiquetas	
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	
Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	
1 hoja blanca	

Procedimiento

1. Medir con una pipeta volumétrica 25 mL de muestra e introducirla en un matraz Erlenmeyer.
2. Añadir exactamente 1.0 mL de K_2CrO_4
3. Titular con la solución 0.1N de $AgNO_3$, añadiendo la solución con rapidez al principio y agitando constantemente. Conforme se acerca el punto final se extiende más el color rojo ladrillo del cromato de plata en la solución. En este momento agregue el nitrato de plata gota a gota hasta que persista un color rojo ladrillo tenue
4. Se registra el primer volumen de $AgNO_3$ usado para el punto de vire
5. Se repite el procedimiento

Resultados

Muestra de agua	Volumen de $AgNO_3$ gastado	Cloruros en ppm
Muestra 1	1) 2) Promedio	
Muestra 2	1) 2) Promedio	

Actividades

Describir la importancia de la cuantificación de cloruros en agua potable

Evaluar los resultados del grupo por métodos estadísticos

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado

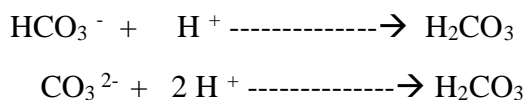
Referencias Debe de contener un libro de apoyo indicando las páginas donde se encuentra el tema, un artículo o página de internet debidamente referenciada.

Práctica 11 (valoración por precipitación)

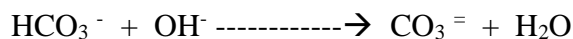
Análisis de una mezcla de carbonato–bicarbonato

Introducción

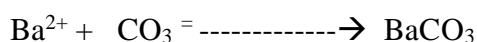
Esta práctica consta de 2 titulaciones. En la primera, se determina la alcalinidad total $[\text{HCO}_3^-] + 2[\text{CO}_3^{2-}]$. Mediante la titulación de la mezcla con HCl patrón hasta el punto final del Verde de Bromocresol



Otra alícuota de la solución problema se trata con un exceso de NaOH para convertir HCO_3^- a $\text{CO}_3^{=}$



A continuación, la totalidad del carbonato se precipita con BaCl_2



El exceso de NaOH se titula de inmediato con HCl patrón para determinar cuánto HCO_3^- estaba presente. A partir de la alcalinidad total y de la concentración de bicarbonato se calcula la concentración inicial de carbonato.

Objetivo específico. Determinar el porcentaje de carbonato y bicarbonato presente en una muestra

Materiales	Reactivos
1 Bureta de 25 mL	Disolución de NaOH 0.1M
3 Matraz Erlenmeyer de 125 mL	Solución de verde de bromocresol
Etiquetas	fenolftaleína
1 Pipeta de 5 mL	
1 Pipeta de 10 mL	Cloruro de bario al 10%

Botellas de polipropileno (PP) o de tereftalato de polietileno (PET) para almacenar las disoluciones	Disolución de HCl 0.1N
	analito
1 hoja blanca	

Procedimiento.

1. Se pesan aproximadamente 0.2 a 0.25g de la muestra se transvasan a un matraz aforado de 250 ml y se aforan con agua hervida
2. Se toman 25 mL de la solución con unas gotas de verde de bromocresol y se titulan con HCl 0.1M al punto de vire se registra el volumen de equivalencia.
3. Se toman 25 mL de solución y se agregan 20 mL de NaOH 0.1M, 10 mL de BaCl₂ y se agita para precipitar el carbonato de bario. Se añaden 2 gotas de indicador y se titulan con HCl.
4. Se registra el primer volumen de titulante
5. Se repite el procedimiento

Resultados

Muestra de carbonato	Volumen de HCl gastado verde de bromocresol	Moles de Total de HCO ₃ ⁻ y CO ₃ ⁻²	Volumen de HCl gastado fenolfataleina	Moles de HCO ₃ ⁻ = moles de NaOH-Moles de HCl
Muestra 1				
Muestra 2				

Actividades.

Describir las operaciones realizadas en esta titulación y determinar el porcentaje de carbonato y bicarbonato en la muestra

Evaluar los resultados del grupo por métodos estadísticos

Conclusiones En las conclusiones se describen los valores obtenidos y se comparan con los valores esperados considerando las características del producto valorado